العلاقة بين التعبير عن التركيز بالمئة الكتلية والمولارية

1- Relationship between present by mass and Molarity

$$\text{Molarity} = \frac{(w/w)\% \times d\ (g/ml) \times 1000}{\text{M.wt}\ (g/mol)}$$

Example:

The percent of H_2SO_4 solution is: 96.4%(w/w) $d = 1.84\ g/ml$

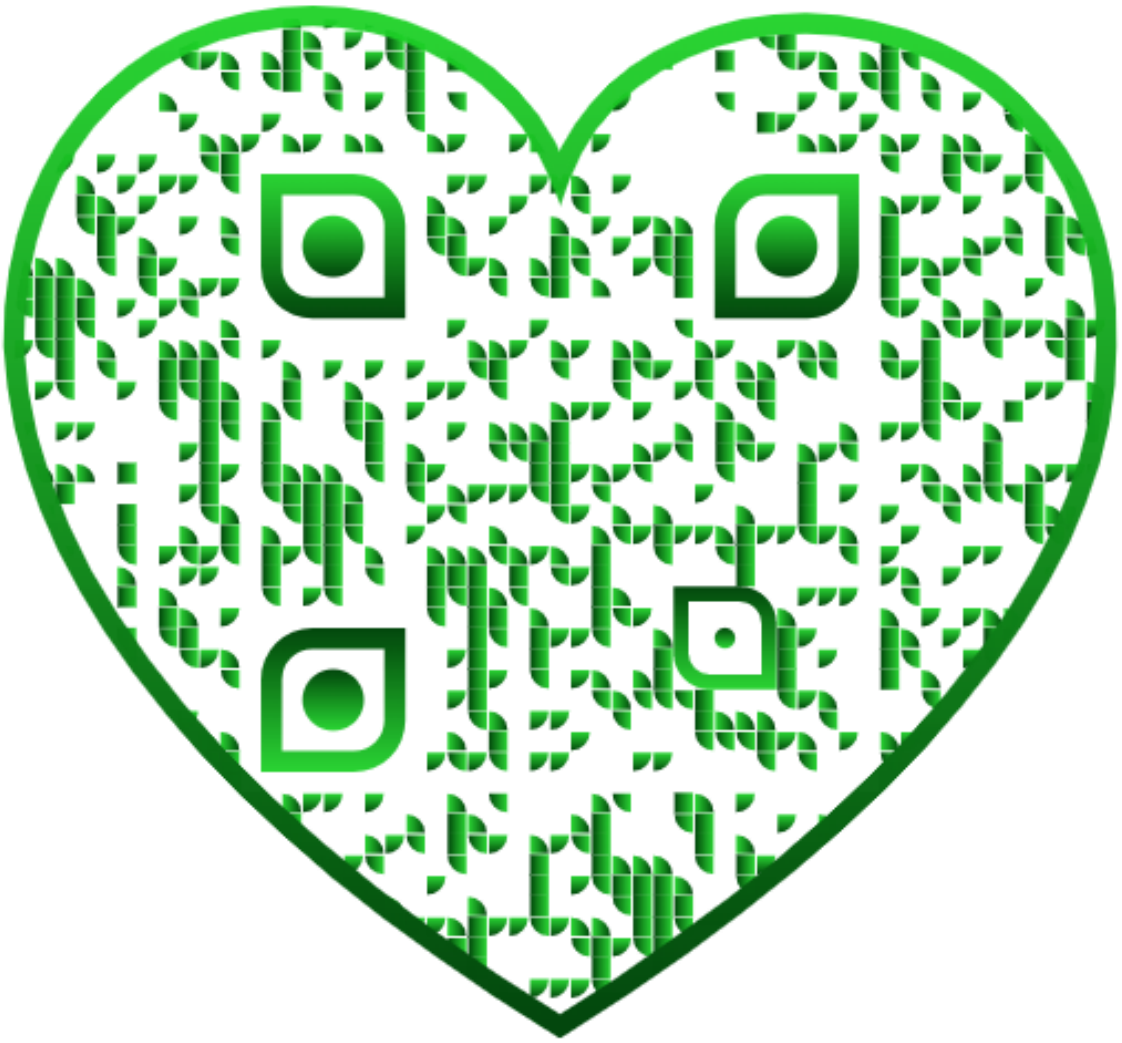
what is the molarity?

$$M = \frac{(w/w)\% \times d \times 1000}{\text{M.wt}} \Rightarrow \frac{0.964 \times 1.84 \times 1000}{98.1} = 18.1\ M$$

ملاحظة: اذا ضربنا X 1000 تقسم (w/w) على 100

واذا ضربنا X 10 نضعها كما هي اواذا لم نضرب

في المثال كانت (w/w) 96.4 نضعها ضرب X 1000 تحولت 0.964 w/w



2- relationship between (w/w) and (N)

$$N = \frac{(w/w)\% \times d \times 1000}{Eq.wt \times 100}$$

3- relationship between (N) and (M)

$$N = x \cdot M \Rightarrow M = \frac{N}{x}$$

4- relationship between (N) and (S)

$$N = \frac{S}{eq.wt} \Rightarrow S = N \times eq.wt$$

5- relationship between $(w/w)\%$ and $(w/v)\%$

$$(w/v)\% = d \times \frac{w}{w}\%$$

6- relation between (w/w)% and (M)

$$M = \frac{PPM \times 10^{-3}}{M.wt} \Rightarrow PPM = M \times M.wt \times 1000$$

PPM

الموضوع

التاريخ / /

أمثلة على العلاقات السابقة:

(1) What is the (M) of 0.1 N H_2SO_4 solution?

نستخدم العلاقة التي تربط بين العيارية والمولارية:

عدد (H^+) $\rightarrow X = 2$ $\quad N = 0.1$ $\quad N = X \cdot M$

$0.1 = 2 \times M \Longrightarrow M = \frac{0.1}{2} = \boxed{0.05\ M}$

(2) 5 g of NaCl has 0.15 M ~~give~~ Whats the percent (W/w)% and (M) if $d = 1.21$ g/ml

solution

$Mass_{NaCl} = 5g$ $\quad M = 0.1$ $\quad d = 1.21$ $\quad W/w = ??$ $\quad M = ??$

هنا نستخدم العلاقة بين النورمالية و (W/w)% بين النورمالية والمولارية:

① $N = \frac{(W/w)\% \times d \times 1000}{eq.wt \times 100}$ $\quad eq.wt = \frac{M.wt}{X} = \frac{58.5}{1}$

$\Longrightarrow 0.15 = \frac{(W/w) \times 1.21 \times 1000}{100 \times 58.5} \Longrightarrow W/w\% = \frac{0.15 \times 100 \times 58.5}{1.21 \times 1000}$

$W/w\% = \boxed{0.73\%}$

② $M = \frac{N}{X}$ $\quad \because X = 1$ $\quad \therefore M = N = \boxed{0.15\ M}$

مثال مهم :

Solution consist of 34% of NaOH that has d = 0.98 g/mL
Calculate, M, m, X_{NaOH}, N

(الحل)

لنعتبر أن 34% هي (W/W%)

① $34\% = \frac{34\ g\ NaOH}{100\ g\ NaOH\ soln} \Longrightarrow mass_{H_2O} = 100g - 34g = 66g$

② $n = \frac{mass_{NaOH}}{M.wt} = \frac{34}{40} = 0.85\ moles$

نبدأ أولاً بإيجاد (N) من خلال العلاقة التالية

③ $N = \frac{W/W \times d \times 1000}{eq.wt \times 100}$ $\quad e.g.wt = \frac{40}{1} = 40\ g/eq$

$N = \frac{34\% \times 0.98 \times 10}{40} = 8.33\ N$

نحسب المولارية بالعلاقة $N = x \cdot M$

④ $8.33 = 1 \times M \quad \therefore M = 8.33\ M$

⑤ $m = \frac{n_{NaOH}}{mass\ H_2O} \times 1000 = \frac{0.85}{.66} \times 1000 = 12.9\ m$

⑥ $X_{NaOH} = \frac{n_{NaOH}}{n_t}$

$n_{H_2O} = \frac{66}{18} = 3.67\ mole$

$n_t = 0.85 + 3.67 = 4.52\ mole$

$\therefore X_{NaOH} = \frac{0.85}{4.52} = 0.19$

$X_{H_2O} = 1 - 0.19 = 0.81$

Dilution and Concentration

Dilution: Involves adding additional solvent to decrease the solutions concentration.

dilution
- add of diluents
- → mixture of lower strength

1- Dilution by using Molarity

- قد يكون التخفيف بإضافة الماء.
- التخفيف يكون بعدة طرق بس كلها مظبوط على عدد المولات.
- لماذا تظل عدد المولات ثابتة حتى وإن تغير تركيز المحلول؟؟؟

قانون التخفيف

$$\underbrace{M_1 \times V_1}_{\text{قبل}} = \underbrace{M_2 \times V_2}_{\text{بعد}}$$

Example 1-

How many ml of concentrated H_2SO_4 (18 M) are required to prepare 750 ml of 3.00 M H_2SO_4 solution.

$M_1 = 18\ M \quad V_1 = ?? \quad M_2 = 3 \quad V_2 = 750\ ml$

$V_1 M_1 = V_2 M_2 \Rightarrow V_1 = \frac{V_2 M_2}{M_2} = \frac{750 \times 3}{18} = \boxed{125\ ml}$

2) If 6 M HCl solute in 20 ml of solvent required to prepare 100 ml of HCl solution what its M.

$V_1 = 20\ ml \quad M_1 = 6\ M \quad V_2 = 100\ ml \quad M_2 = ??$

$\therefore M_2 = \frac{V_1 M_1}{V_2} = \frac{2.0 \times 6}{100} = \boxed{1.2\ M}$

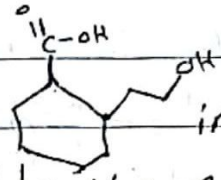
2- Dilution By using precentage of solution:-

$$Q_1 \times C_1 = Q_2 \times C_2$$

الكمية قبل التخفيف × التركيز = الكمية بعد التخفيف × التركيز

نستخدم هذا القانون عندما تكون المحاليل تراكيز بالنسب المئوية بدلاً عن المولارية:-

Example:-

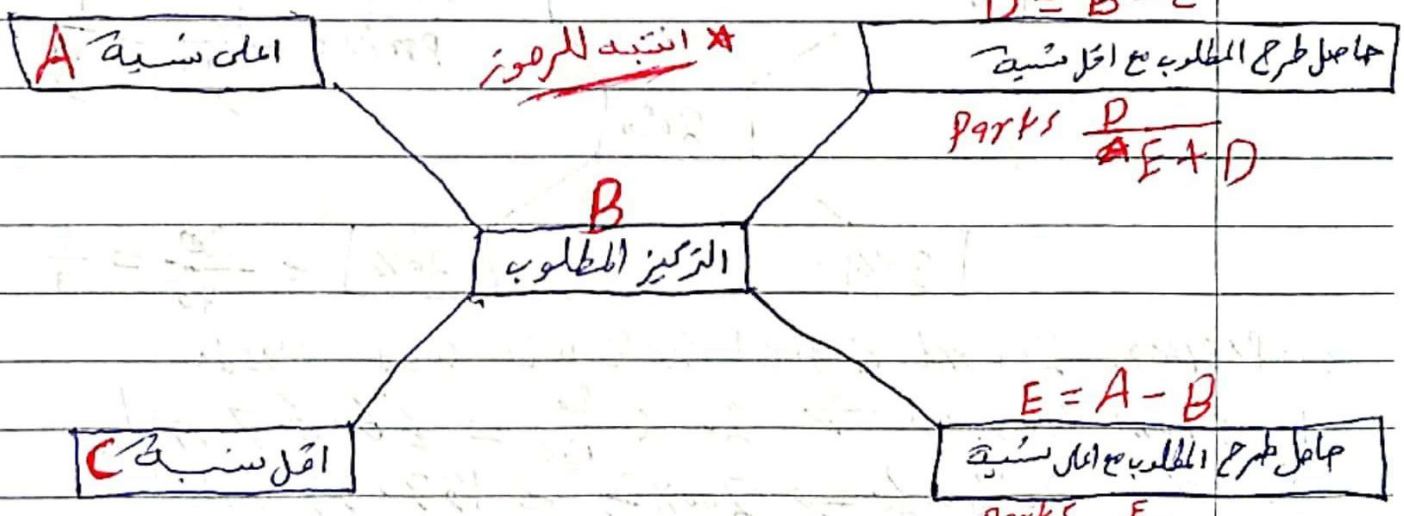
If 500 ml of (15%) solution of  in alcohol are diluted to 1500 ml. what will be the percentage strength.

$Q_1 = 500ml \quad C_1 = 15\% \quad Q_2 = 1500ml \quad C_2 = ??$

$$Q_1 \times C_1 = Q_2 \times C_2 \Rightarrow C_2 = \frac{Q_1 \times C_1}{Q_2} = \frac{500 \times 15}{1500} = 5\%$$

3- by using Different Concentrations:-

عندما يكون في المسألة أكثر من تركيز بالنسبة المئوية نستخدم الخطوات الآتية



ملاحظة: لا يهم عند الطرح الإشارة على المجيب

عندما نوجد الـ Parts اقوم بضربها في القيم المعطاة حتى نعطي قيم جديدة انظر المثال ↓

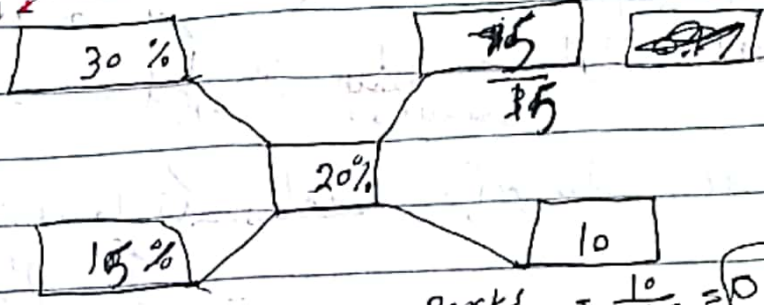
الموضوع

التاريخ / /

How many prepre 200 ml of 20% w/w HCl From 15% w/w and 30% w/w HCl solution.

الحجم المطلوب — التركيز المطلوب

15% w/w — الاقل قيمة — 30% w/w — الاعلى قيمة



parts = $\frac{10}{15} = 0.67$

من اجل تحضير 200 مل من هذا المحلول المخفف باستخدام السبب السابقة-

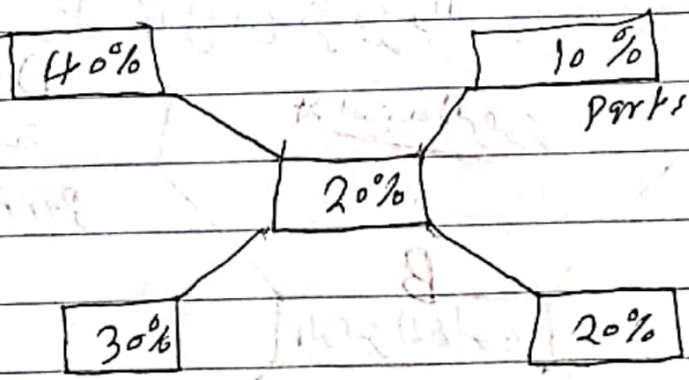
اولا: نحسب حجم المطلوب بتركيز 30% ليصبح تركيزه يكون 20% 200ml

$200 \times \frac{5}{15} = 66.67$ ml ~~200 X 0.17 = 34 mL~~

ثانيا: نحسب الحجم المطلوب بتركيز 15% لانتاج محلول 20% و 200ml

$200 \times 0.67 = 134$ mL

How many you can prepare 200 mL (20% w/w) of HCl soln from 40% w/w and 30% w/w of HCl solution



parts = $\frac{10}{30} = \frac{1}{3}$

$= \frac{20}{30} = \frac{2}{3}$

to prepare 200 ml of HCl 20% w/w we need:

1- From 40% w/w $\Rightarrow 200 \times \frac{10}{30} = 66.67$ mL

2- // 30% w/w $\Rightarrow 200 \times \frac{2}{3} = 133.33$ mL

$66.67 + 133.33 = 200$ mL ← نجمع

التركيز بعد خلط المحلولين يكون (20%)

Concentration of ions:-

$A_nB_m \longrightarrow nA^{+m} + mB^{n-} \Longrightarrow (A^{m+}) = n * [A_nB_m]$

- $Na_2CO_3 \longrightarrow 2Na^+ + CO_3^{2-}$

$[Na^+] = 2 \times [Na_2CO_3]$ ← if $Na_2CO_3 = 0.1\ M$ give $[Na^+]$

$Na^+ = 2 \times 0.1 = 0.2\ M$

What is the (Cl^-) in 200 ml of 0.2 M $CaCl_2$

$CaCl_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$

$M = \frac{n}{x} = \frac{0.2}{2} = 0.1$ ⇐ M ثم M في ...

$[Cl^-] = n \times CaCl_2$

$= 2 \times 0.1 = 0.2\ M$

Na_2CO_3 in 3 L of 0.170 M What Molarity of $[Na^+]$

$M = \frac{n}{x} = \frac{0.170}{2} = \boxed{0.085\ M}$

$[Na^+] = n \times Na_2CO_3$

$= 2 \times 0.085\ M = \boxed{0.17\ M}$

لحساب مولارية العامل الناتج نتبع الخطوات الآتية بطريقة أخرى

$n_{Na_2CO_3}$: $n_{Na_2CO_3}$ moles in 3 L = 3000 ml

0.17 moles in 1 L = 1000 ml

$n_{Na_2CO_3} = \frac{3000 \times 0.17}{1000} = 0.51$ mole

$M_{Na} = \frac{n_{Na_2CO_3}}{3\ L} = \frac{0.51}{3} = \boxed{0.17\ M}$ *